chapitre IV

La liaison chimique

I/ Introduction :

• Le plus souvent, les atomes s'associent entre eux pour former des molécules, mais on rencontre très rarement des atomes à l'état isolé (gaz rares = gaz monoatomique)

• Le passage spontané de l'état atomique à l'état de corps composés entraîne un réarrangement de la structure électronique. En général, tout système évolue vers l'état qui minimise son énergie globale, c'est à dire que l'énergie de la molécule formée est inférieure à la somme des énergies des atomes isolés.

• Les molécules sont donc des assemblages d'atomes liés par des liaisons chimiques. Ce sont les e- les plus externes (e^- de valence) qui vont former la liaison.

• Les e^- du coeurs sont très fortement attirés par le noyau, ils ne contribuent pas à l'établissement des liaisons chimiques.

2°/ Les types de liaison chimique

a) La liaison ionique.

• C'est 1 liaison entre un élément électropositif (prêt à céder des e-) et un élément électronégatif (prêt à capter des e-) La différence d'électronégativité entre les éléments assurant la liaison doit être supérieur à 1,6 sur l'échelle de Paulling.

$$\Delta\chi = \chi(X) - \chi(M) > 1,6$$

Exemple

association d'1 atome alcalin M et d'1 atome halogène X

MX : M = Na ; X = Cl

Na : Z = 11 ; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Cl : Z = 17 , $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$



$Na \longrightarrow Na^+ + 1e^-$.

$Cl + 1e^- \longrightarrow Cl^-$

- Il y a donc un transfert d'un e- de Na vers Cl le composé formé s'écrit alors Na^+Cl^-.

$$\Delta x = x(Cl) - x(Na) = 3 - 0,9 = 2,1 > 1,6$$

b) - Liaison métallique :

- C'est 1 liaison entre 2 atomes éléctropositifs. Ces éléments ont tendance à perdre les e- pour former des cations. En absence de capteur, les e- vont former un nuage éléctronique circulant autour d'un édifice d'ions positifs et assurant la liaison.

Exemple : Metal Na (Na - Na)

Aliage Cu-Au (Au_3Cu)

c) La liaison covalente :

- c'est une liaison entre deux élément éléctronigatif dont la différence d'electronégativité est faible. les 2 atomes auront tendance à attirer les e-, la liaison se fera alors par la mise en commun d'un certains nombre d'e-.

- la liaison se situe entre les 2 atomes.

$$\cdot A^{\circ} + \cdot B \longrightarrow A{:}B \quad \text{ou} \quad A - B$$

Exemple

- H_2, F_2, Cl_2.

3°/ Etude de la liaison covalente :

a) théorie de Lewis :

- Cette théorie est fondée sur 3 notions fondamentales.

i) seuls les e- de la couche électronique externe participent à la formation de la liaison.

Exemple :

C : $1s^2 2s^2 2p^2$

Na : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. O : $1s^2 2s^2 2p^4$.

ii). Les gaz rares ont leur couche externe saturé $1s^2$ pour l'He et $ns^2 np^6$ pour les autres, ils sont donc inertes chimiquement et trés stable. Cette stabilité est liée à la conf. élect saturée. Donc les atomes dans une molécule covalente ont tendance à aquerir la con. élect des gaz rares, c à d saturer leur couche externe à 8e⁻, c'est la régle de l'octet.

iii). Il y a deux types de liaisons covalentes.

* Liaison covalente normale :

• chaque atome fourni 1e⁻ pour la mise en commun d'un doublet éléctronique.

Exemple :

* H_2. H (Z=1) : $1s^1$

H• •H → H:H ou H—H.

* F_2 F (Z=9) $1s^2 2s^2 2p^5$ [↑↓] [↑↓|↑↓|↑]

:F̤• •F̤: → :F̤:F̤: |F̲—F̲|

* NH_3 : N (Z=7) : $1s^2 2s^2 2p^3$. et •H (Z=1) : $1s^1$.

H•• N̈ ••H (•• H) → H:N̈:H (: H) ou H—N̄—H (| H).

* N_2 : N (Z=7) : $1s^2 2s^2 2p^3$.

:N⋮⋮N: → :N⋮N: ou |N≡N|.

* H_2O : O (Z=8) : $1s^2 2s^2 2p^4$. et •H (Z=1) $1s^1$.

H• •Ö• •H → H••Ö••H ou H—Ō—H.

* O_2

<O = O>   ces représentations s'appellent :

<u>diagrammes de Lewis</u>

- Liaison covalentes de coordinences ou (dative).

• l'un des atomes, le donneur B, fournit les 2e⁻ (doublet)

de la liaison, l'autre atome A accepteur n et en jeu une orbitale atomique de valence libre.

$$A\square + :B \rightarrow A:B \quad ou \quad A-B.$$

- Ce type de liaison est représenter par une flèche dirigée de l'atome donneur vers l'atome accepteur $A \leftarrow B$.

Exemple :

- HCl : $H^+\square + Cl^- \rightarrow H-Cl$

* Formation de l'ion ammonium NH_4^+ :

H – N(H)(H): + □H⁺ ⟶ [H – N(H)(H) – H].

<u>Notion de valence, atome excité :</u>

- On appelle valence le nombre de liaison qu'un élément peut former. Théoriquement la valence est égale au nombre d'e- célébataire de l'atome.

- Dans certains cas le nombre de liaison est superieure au nbre d'e- célibataire de l'atome à l'état fondamental.

Exemple :

- CH_4 : H – C(H)(H) – H.

C (Z = 6) $1s^2\,2s^2\,2p^2$ [↑↓] [↑|↑|] . 2e- célebataire E.F.

[↑] [↑|↑|↑] . 4e- " E.F.

- Il faut donc tenir compte des états excités.

Exemples :

- P (Z = 15) : $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^3$.
- S (Z = 16) : $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^4$.

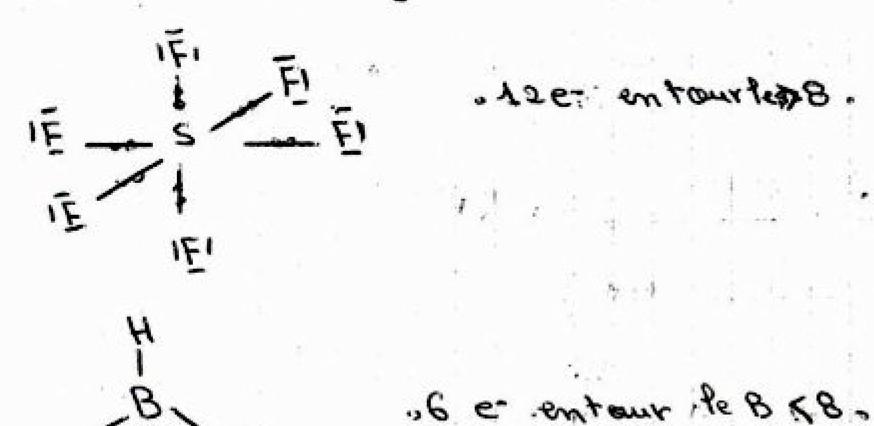
	Valence	Exemple	
P	3	PCl_3	[↑↓] [↑|↑|↑] [ ] 3
	5	PCl_5	[↑] [↑|↑|↑] [↑] 5



	Valence	Exemple
S	2	H_2S
	4	SF_4
	6	SF_6

Remarque:

• la règle de l'état de l'octet n'est pas respectée.



• 12 e⁻ entour de S > 8.

• 6 e⁻ entour le B < 8.

Conclusion:

• la théorie de Lewis est mise en défaut chaque fois que la règle de l'octet n'est pas respectée.

• Elle ne connait que les liaisons simple, double ou triple, elle est donc mal adapte à la description des structures intermidiaires comme celle du benzène.

• D'autre part la théorie de Lewis n'apporte aucune information sur l'orientation géométrique de la liaison et la conception de la liaison covalente est mise en defaut par l'existence de H_2^+, liaison à 1 seul e⁻.

• D'où les nécéssité de la conception d'1 nouveau modele basé sur la Théorie des orbitales moléculaires.




ETUSUP.com